

ملاحظات باب الإيزان

الإيزان الكيميائي

* الفرق بين الإيزان الفيزيائي والكيميائي ؟

الإيزان الفيزيائي ← (الإيزان الديناميكي)

في الغالب يبقى مادة واحدة يتحول مسالة فيزيائية لحالة ثانية بنفس المعدل

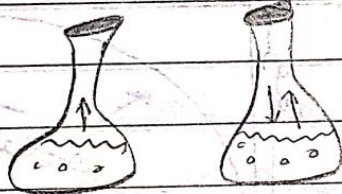
نفس المادة ولكن بحالة أخرى \rightleftharpoons مادة لها حالة فيزيائية
 وعدة مثلها \rightleftharpoons ماء (سائل) \rightleftharpoons بخار ماء



تساوي اليود

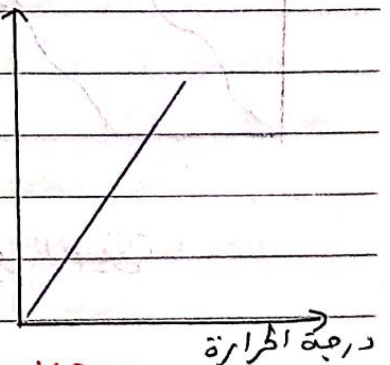
الإيزان الكيميائي

في الغالب عبارة عن توازن ما بين متفاعلات ونواتج والنواتج مفهانش راسب أو غاز يخرج خارج حيز التفاعل.

نواتج \rightleftharpoons متفاعلات* ملاحظات هامة على معادلة ماء (سائل) \rightleftharpoons بخار ماء

(أ) في بداية التحديد تكون عملية التبخير السريعة ويبدأ معها زيادة في الضغط البخاري والتي يزيد بدوره مع زيادة درجة الحرارة ويزداد حركة الجزيئات

الضغط البخاري



(ب) تستمر عملية التبخير حتى يتبع الهواء تماماً ببخار الماء وليس في ضغط بخار الماء الماء المشبع وعند هذه اللحظة يبدأ مستوى الماء في التثبيت بمرور الوقت ويتساوى معدل التبخير مع معدل التكثيف ويبدأ النظام ساكناً على المستوى المرئي

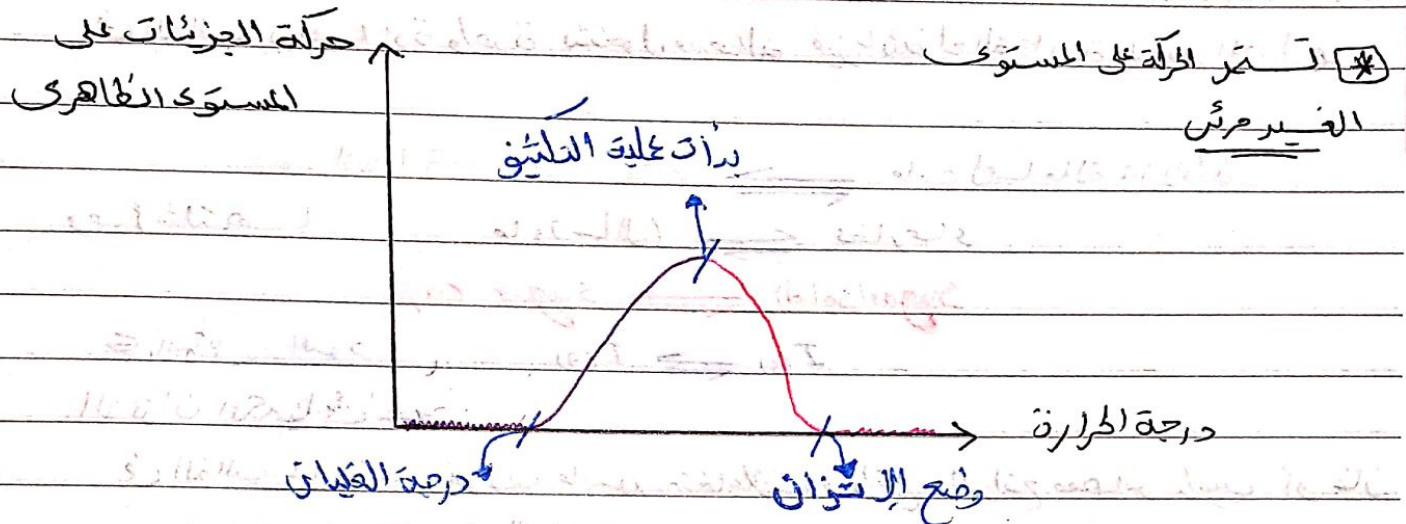
ومع هذا ينتج الماء -

(ج) عملية التبخير تحدث أولاً وتزداد بمعدل كبير ثم تثبت وبعد ذلك تبدأ عملية التكثيف وتزداد حتى تتساوى مع عملية التبخير (أيهم شكل بياني)

(د) مع حدوث الضغط البخاري يقل مستوى الماء بينما ضغط بخار الماء المشبع

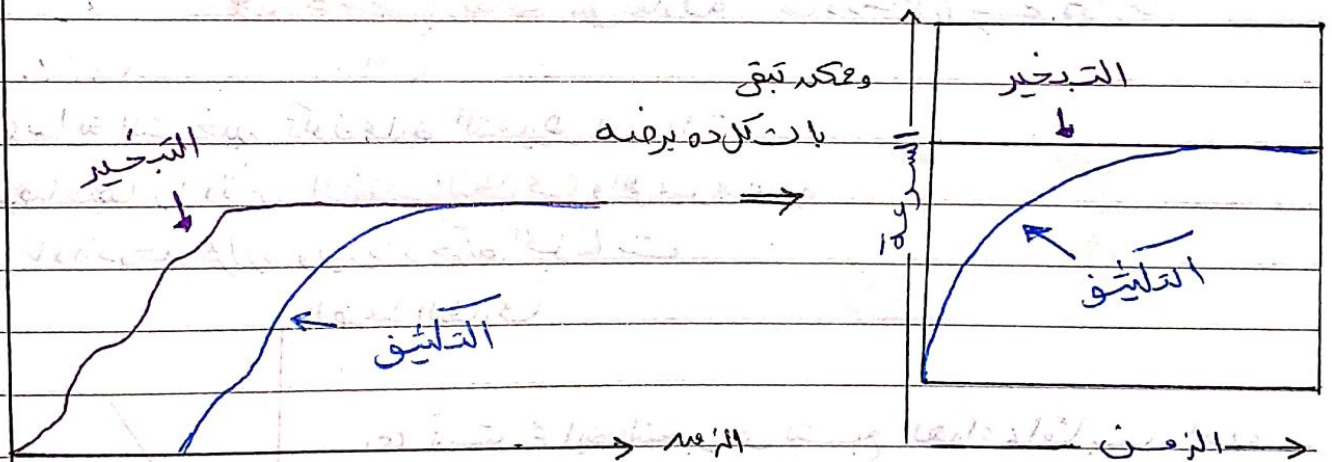
يبدأ مستوى الماء في التثبيت

٢٧ على المستوى الظاهري فإن جزيئات الماء تبدأ في الحركة مع تحول الماء إلى بخار (عندما يصل إلى درجة الغليان) ومع زيادة درجة الحرارة تزداد الحركة ظاهرياً ثم تقل حتى تتوقف الجزيئات عند الحركة ظاهرياً عند حدوث الاتزان وتظل كذلك عالم بتغير درجة الحرارة.



المعدل/السرعة

لاحظ



دكتور عمرو الصبيح

* ملاحظات على الضغط البخاري *

١ متى يبدأ السائل في الغليان ؟

[P] إذا كان النظام مفتوحاً

يبدأ السائل في الغليان عندما يساوي ضغط بخار السائل مع الضغط الجوي

[K] إذا كان النظام مغلقاً

يبدأ السائل في الغليان عندما يصبح ضغط بخار السائل مساوياً للضغط المحيط به داخل

الحيز المغلق

اندلسية

لاحظ الضغط البخاري ←

الضغط البخاري النظام الخارجي المحيط بالعائل سواء كان النظام هو العنصر المتعلق بالمحيط بأائل أو كان النظام هو الهواء الجوي.

العوامل المؤثرة على الضغط البخاري *

تغير درجة الحرارة تغير حجم الوعاء زيادة أو نقصاً

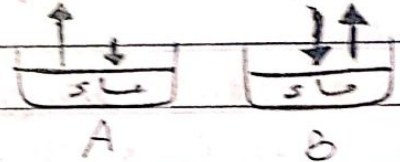
أسئلة تطبيقية ← اختوما هو صحيح في الجمل الآتية :-

1) A و B في حالة اتزان

لم A عند حدوث اتزان و B عند بداية التسخين

✓ لم A في بداية التسخين و B عند حدوث اتزان

لم B و A يمثلان في بداية التسخين

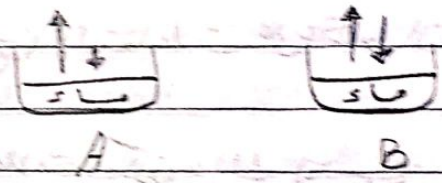


2)

أ) درجة الحرارة متساوية عند B و A

لم درجة الحرارة عند A = 100°C ، وعند B = 10°C

✓ أ) درجة الحرارة عند A = 10°C ، وعند B = 100°C

لاحظ كلما ارتفعنا إلى أعلى يقل الضغط الجوي لنقص طول عمود الهواء

له إذا كان الضغط الخارجي منخفض (قمة جبل) فإن درجة غليان السائل ستكون

منخفضة عن الدرجة الطبيعية.

تطبيق حياتي :-

طهي الطعام على قمم الجبال يأخذ وقتاً أطول عند سفح الجبال لأن درجة غليان

الماء عند قمة الجبال أقل ويصبح منخفضة تتراوح بين 70°C - 72°C مما يبطئ من سرعة

نضج الطعام.

لاحظ

إذا كان النظام مغلقاً وليس مقلداً لا يمكن أن يحدث اتزان لأن جزيئات الهواء

تتبع جزيئات بخار السائل بعيداً إلى الوسط المحيط فتصبح عملية التبخر والتكثف

الديناميكية غير متوازنة حيث يحدث التبخر في الإناء والتكثف في الوسط المحيط.

في فتحة عملية التبخر (النسبة) حتى نهاية السائل داخل الإناء.

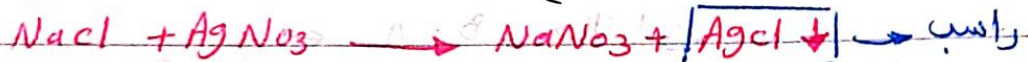
* أنواع التفاعلات الكيميائية *

[1] التفاعلات التامة ← غير الإزفكاسية ← المنتهية

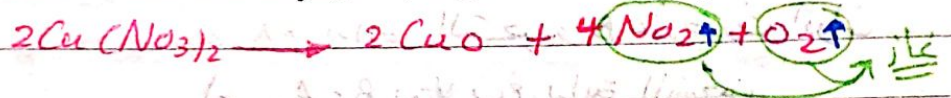
← من الأنوع ده من التفاعلات المتفاعلات كلها تقريباً بتتفاعل وبتدينا النواتج بعض إن شاء الله من حيز التفاعل معدناش إلا النواتج
 ← تفاعلات منتهية وبتدل على إنتهاءها بتبات تركيز المراسب أو الغاز اللي خرج من حلوه التفاعل واللي بيبقوا موجودين في معظم التفاعلات التامة.

* أمثلته :

← تفاعل كلوريد الصوديوم مع نترات الفضة (تفاعلات الترسيب)



← إذلال نترات النحاس بالحرارة



لاحظ ← تفاعل التبادل بين الأحمض القوية والقواعد القوية تعتبر تفاعلات تامة.

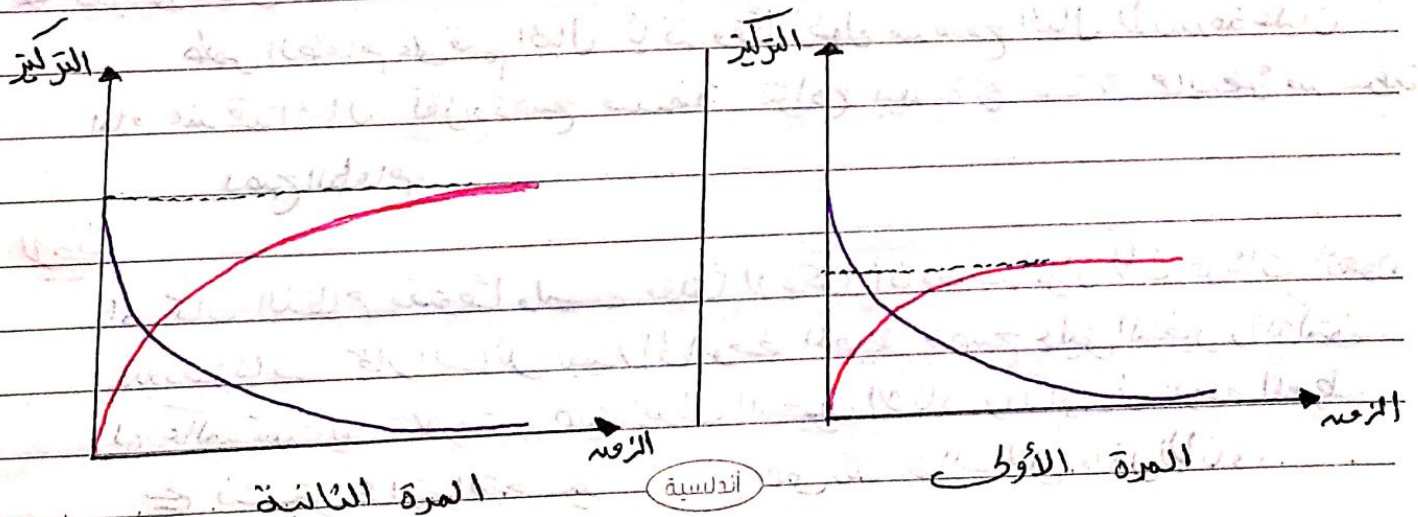
← لا تتأثر التفاعلات التامة بزيادة تركيز النواتج المتفاعلات على عكس التفاعلات الإزفكاسية.

← في التفاعلات التامة قد لا تستهلك جميع المتفاعلات ويكون ذلك بسبب عدم خلط المتفاعلات بكميات مناسبة.

سؤال فترته عالية ٢ / أخرج



قام أحد الطلاب بإجراء التجربة السابقة مرتين وفشل العلاقة بين التركيز والسرعة من خلال ملاحظته للتجربة في كل مرة للمنتج كالتالي :-

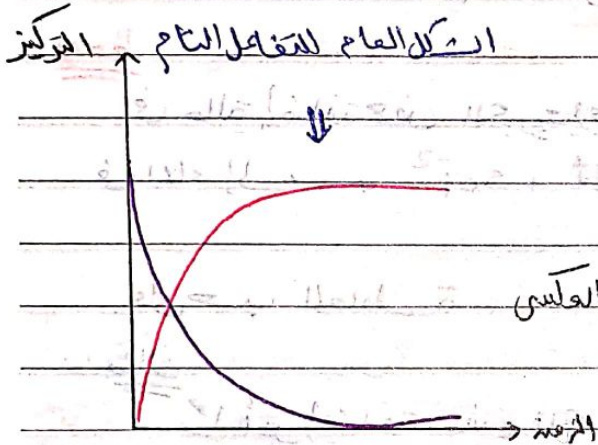


كما السبب في اختلاف النتائج في المراتب؟

ج. ١- في المرة الأولى تم إجراء التفاعل في إناء مفتوح وبالتالي له نفساوى تركيز النواتج مع المتفاعلات حيث يخرج جزء منه (H_2) إلى الوسط المحيط.
في المرة الثانية تم إجراء التفاعل في إناء مغلق وبالتالي لنساوى تركيز النواتج مع المتفاعلات حيث نظل (H_2) داخل الإناء.

لاحظ

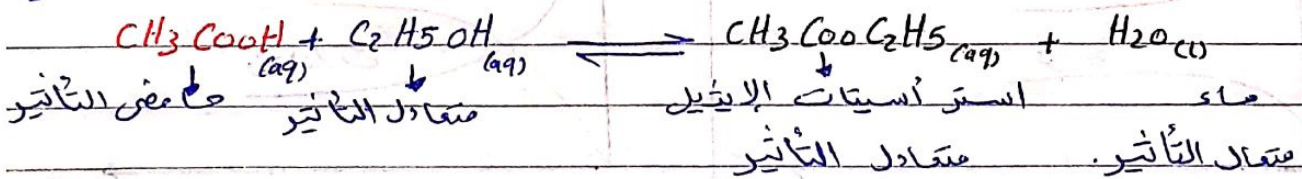
في العادة تكون التفاعلات التامة أسرع من حدوثها مع التفاعلات الإثوكاسية. [التفاعلات الإثوكاسية غير المنتهية]
التفاعلات دى تسير في الاتجاه به الطردى والعكس وبالأحرز وجود التفاعلات والنواتج داخل حيز التفاعل.



عند حدوث الاتزان تثبت تركيز المتفاعلات والنواتج ولا يشترط تساويهما في المقدار يحدث التفاعل الطردى والعكس بنفس المعدل عند الاتزان $r_1 = r_2$
يظل التفاعل مستقرا حتى بعد الوصول إلى حالة اتزان أى أن التفاعل الإثوكاسى لا يتوقف عالم ومؤثر عليه مؤثر خارجي
لهو يظل الاتزان قائما مادامت ظروف التفاعل والنواتج والمتفاعلات في حيز التفاعل ظروف التفاعل ثابتة (كالضغط ودرجة الحرارة)
قد يؤدي تغير ظروف التفاعل إلى تحويله إلى تفاعل قائم
بعض التفاعلات التى تنتج غازات تكون انعكاسية في حالة إجراءها في إناء مغلق

مثال

كحول إيثيلين حمض الأسيتيك



عند إضافة صبغة عباد الشمس تتلون باللون الأحمر وذلك لوجود حمض الأسيتيك في حيز التفاعل.

أندلسية

ملاحظات على التفاعل السابق ١-

[١] حمض الكبريتيك المركز H_2SO_4 هو أفضل المواد الفازعة للماء وعند دخوله على تفاعل الأستر ينزع الماء ويصبح مخففاً وفي هذه الحالة يصبح التفاعل تام (حيث يمنع عدم سير التفاعل في الاتجاه العكسي) وعند انتهاء كمية حمض الكبريتيك المركز يتوقف التفاعل مرة أخرى وينزل تأثير الحمض بالتفاعل الأستري عبارة عن:

ملاحظة

في حالة إضافة حمض الكبريتيك في أي تفاعل آخر غير الأستري فإنه يتأيد تمامًا في الماء إلى $2H^+ + SO_4^{2-}$ فإما أن يزيد تركيز H^+ أو H_3O^+ أو أن يزيد تركيز SO_4^{2-}

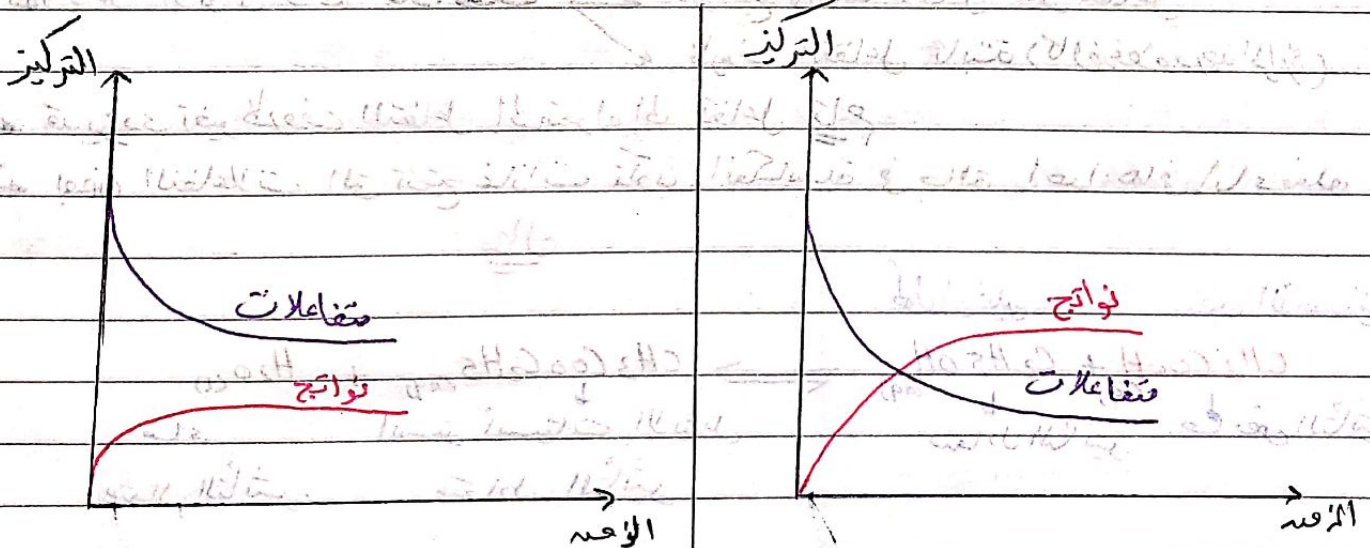
على حسب المعادلة

مثال

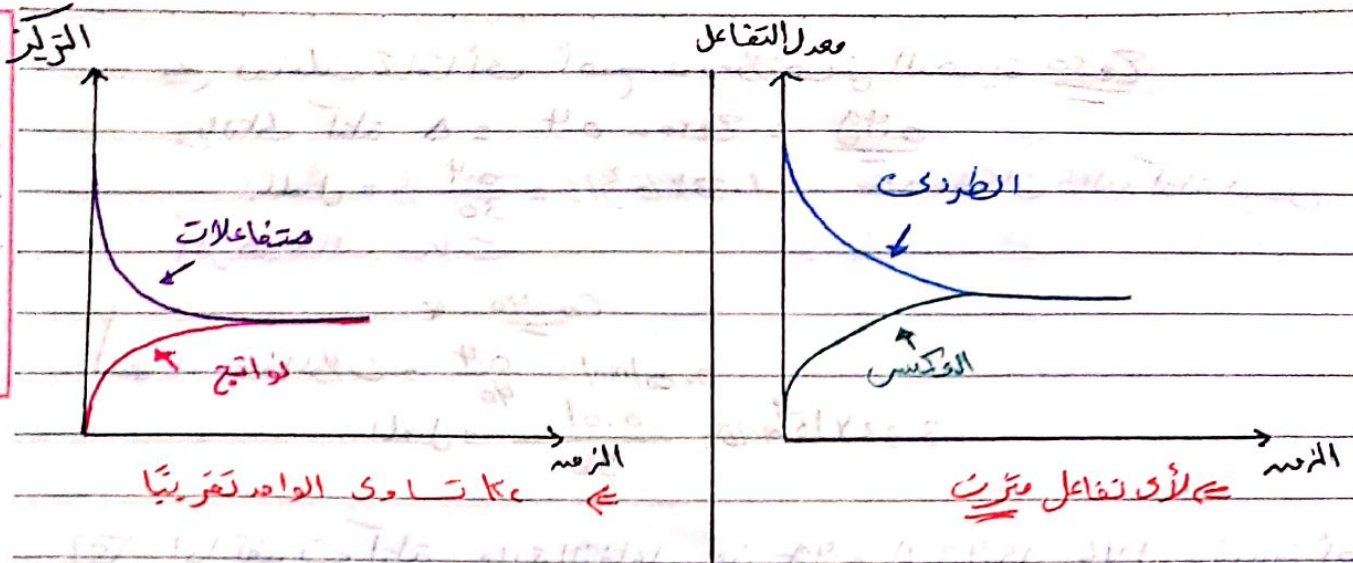
ما أثر إضافة حمض الكبريتيك على التفاعل التالي:



يحل على زيادة تركيز أيون الهيدروجين $[H^+]$ وبالتالي ينشط التفاعل في الاتجاه العكسي فتقل كمية تركيز الأسترات.

* الأشكال البيانية للتفاعلات الإزوساكنية

في الاتجاه العكسي فهو الطرد في الاتجاه العكسي هو العكس



* ملاحظات معدل التفاعل

يمكن التعبير عن معدل التفاعل بـ ٣ عارفين و ٣ وحدات قياس :-
 ١- بالكتلة :-

نقدر تغيره بمعدل النقص في كتلة المتفاعلات خلال الزمن أو معدل الزيادة في كتلة النواتج خلال الزمن \Rightarrow معدل التفاعل = $\frac{\Delta \text{كتلة}}{\Delta t}$ وهذا يقاس بـ **915**

٢- بالمولات :-

نقدر تغيره بمعدل النقص في عدد مولات المتفاعلات خلال الزمن أو معدل الزيادة في عدد مولات النواتج خلال الزمن \Rightarrow معدل التفاعل = $\frac{\Delta \text{مولات}}{\Delta t}$ وهذا يقاس بـ **mol/s**

٣- بالتركيز :-

نقدر تغيره بمعدل النقص في تركيز المتفاعلات أو الزيادة في تركيز النواتج خلال الزمن \Rightarrow معدل التفاعل = $\frac{\Delta [\text{متفاعلات}]}{\Delta t} = \frac{\Delta [\text{نواتج}]}{\Delta t}$ وهذا يقاس بـ :-
 $\text{Molar / s} = \text{mol / L.s} = \text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$

تطبيق

في ظل ذلك قبل ما نحل حدد هو عايز أنه قانون فيهم .

١- حسب معدل التفاعل بوحدة مول / ثانية ٠.٩٩ م الكالسيوم تفاعل
 تمامًا مع حمض الهيدروكلوريك المخفف في زمن قدره 30s تبعاً للتفاعل :-
 $\text{Ca(s)} + 2\text{HCl(aq)} \rightarrow \text{CaCl}_2(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$

في تفاعلات تمامًا أي أصبح عدد مولاتها في النهاية 2.5 mol

وبالتالي كتلة $\Delta = 2.5 - 0.4 = 0.4 \text{ g}$

المعدل = $\frac{0.4}{30} = \frac{1.33 \times 10^{-3}}{\text{s}}$ \leftarrow كده لو كان طالب كتلة بس
ركز هو طالب مولات

$C_2 = 40 \times$

عدد المولات = $\frac{0.4}{40} = 0.01 \text{ mol}$

المعدل = $\frac{0.01}{30} = 3.33 \times 10^{-4} \text{ mol/s}$

إذا تغيرت كتلة مادة التفاعل من 0.4 g إلى 15.4 g خلال دقيقة أجب عن الأسئلة التالية :-

① هل المادة المذكورة متفاعلة أم ناتجة ؟

المادة ناتجة لأن كتلتها زادت بمرور الزمن

② احسب معدل التفاعل بوحدة g/s

لـ معدل التفاعل = $\frac{15.4 - 0.4}{60} = 0.25 \text{ g/s}$

③ إذا كان معدل التفاعل يسير (X) ، (Y) يعبر عنه بالعلاقة $r = k(X)^2(Y)^3$

ماذا يحدث - لمعدل التفاعل - إذا ما يزداد تركيز X للضعف ويقل Y للضعف ؟
لـ يزداد للضعف لـ يقل كما هو لـ يقل للضعف لـ يقل للربع

* ملاحظات هامة جدًا *

① القانون - معدل التفاعل = $\frac{\Delta [\text{المتفاعلات}]}{\Delta t}$ بنما بقية لو كان كل واحد من المتفاعلات

أو النواتج كميته 1 mol أو 1 mol ويجب بلك إن تركيز متفاعل معين وميزكر لكش هو فيه قل مع تركيز كذا لتركيز كذا في زعمه كذا وميجب لكش معادلات

لـ أعاني حالة لو جابلك معادلة عدد المولات فيها بيختلف بنظير نافي للقوانين التالية :-

لـ معدل التفاعل الكيميائي = $\frac{\Delta [\text{متفاعلات}]}{\Delta t} \times \frac{1}{n}$ \leftarrow عدد المولات

= $\frac{\Delta [\text{نواتج}]}{\Delta t} \times \frac{1}{n}$

اندلسية

مثال كونيون



معدل تفاعل (استهلاك) A

$$\frac{1}{2} \times \frac{-\Delta[A]}{\Delta t}$$

إلا صارت السالبة لأن

نقص التركيز يمرور الزمن

له معدل استهلاك B

$$\frac{-\Delta[B]}{\Delta t}$$

له معدل إنتاج A_2B

$$\frac{+\Delta[A_2B]}{\Delta t}$$

سرعة اختفاء A

سرعة اختفاء B

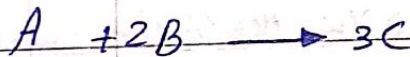
بالضرب $\times 2$ سرعة تكون A_2B

$$\frac{-\Delta[A]}{\Delta t} \Rightarrow$$

$$\frac{-2\Delta[B]}{\Delta t} \Rightarrow$$

$$\frac{+2\Delta[A_2B]}{\Delta t}$$

وهنا نقرر نستنتج أن سرعة اختفاء واستهلاك المادة A ضعف

معدل سرعة اختفاء واستهلاك المادة B وكذلك ضعف سرعة تكوين المادة A_2B وأي أهم ملاحظة في معدل التفاعلنطبق

هنا نقرر نقول أن سرعة تكون C أكبر من سرعة استهلاك A ثلاث مرات

سرعة استهلاك B ضعف سرعة استهلاك A

في التفاعل التالي:



لذلك قياس معدل التفاعل الكيميائي من

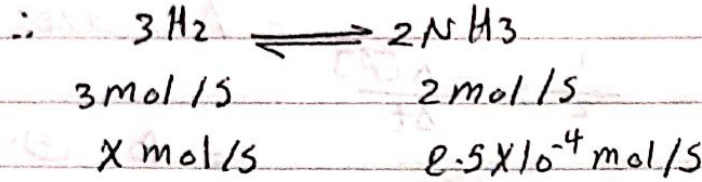
معدل استهلاك Mg أو H_2SO_4 خلال وحدة الزمنمعدل إنتاج H_2 أو $MgSO_4$ خلال وحدة الزمن

في التفاعل التالي:

إذا علمت أن معدل تكوين النادر يساوي $2.5 \times 10^{-4} \text{ mol/l.s}$

فإن معدل استهلاك النادر يساوي

* بفرض أن حجم المحلول 1L
 معدل إنتاج النشادر $2.5 \times 10^{-4} \text{ mol/l}$

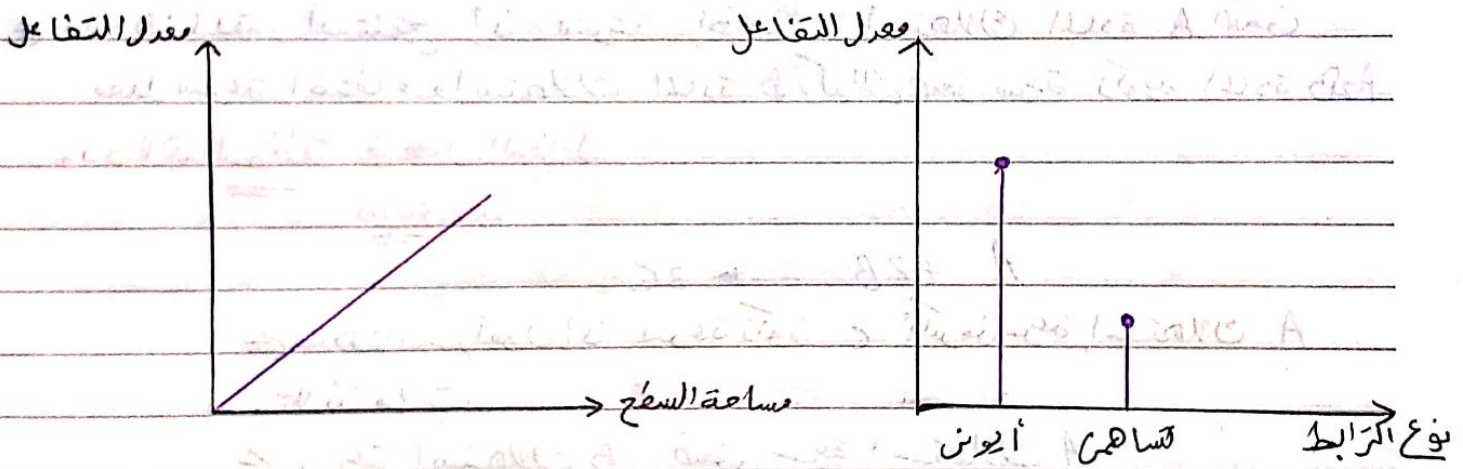


$$x = \frac{3 \times 2.5 \times 10^{-4}}{2} = 3.75 \times 10^{-4} \text{ mol/l}$$

الاحظ معدل استهلاك الهيدروجين يساوي معدل إنتاج النشادر
 ويساوي ثلث معدل استهلاك النيتروجين

* العوامل المؤثرة على سرعة التفاعل الكيميائي *

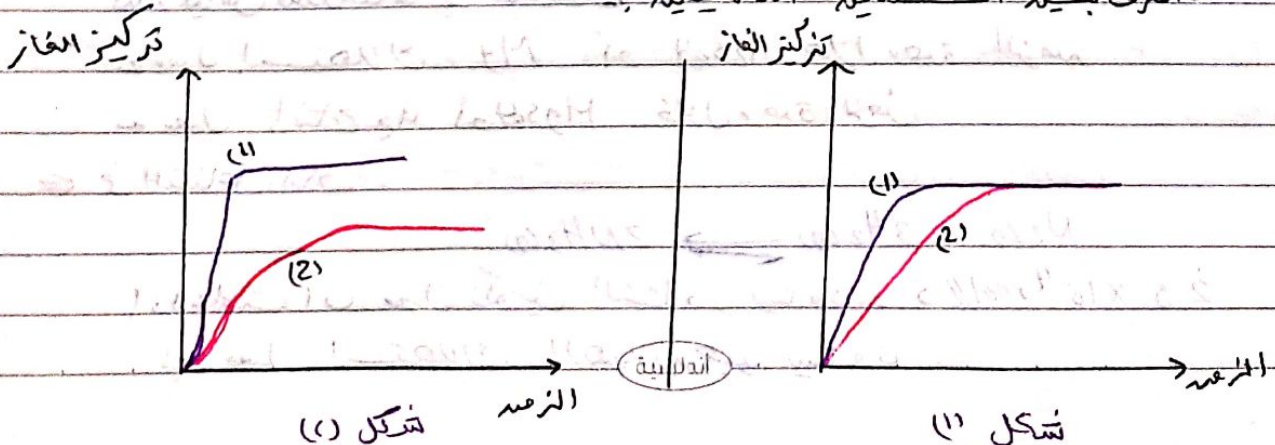
II طبيعة المواد المتفاعلة:



* في التفاعل التالي:-



ما الفرق بين التفاعل التاليين:-



في الشكل (11)

تم إجراء التفاعل مرتين، في المرة (1) تم استخدام 100 جرام من حمض عذيق في اليوم فنتج في اليوم أقل أما المرة (2) تم استخدام قطعة من المغنيسيوم

في الشكل (12)

تم إجراء التفاعل مرتين، في المرة واحدة تم استخدام كمية أكبر من المغنيسيوم على هيئة مسحوق وكمية الكبريتيك تم التفاعل بصورة أسرع وخرجت كمية أكبر من الغاز أما المرة (2) تم استخدام كمية أقل على هيئة قطعة من المغنيسيوم.

ملحظة لو زدنا كمية M فقط لن يتغير المنحني، منطل الأهمية المضافة دون تفاعل.

3 تركيز المتفاعلات =

ملاحظات K_c

$$K_c = \frac{[\text{نواتج}]}{[\text{متفاعلات}]}$$

لكنهم تسبب في عدم التوازن فقط

قيمة K_c ليس لها وحدة غالباً

قيمة K_c تدل على مدى انحصار التفاعل

قيمة ثابت الاتزان ثابتة للتفاعل الواحد وتتغير فقط بتغير درجة الحرارة.

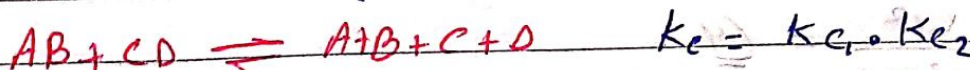
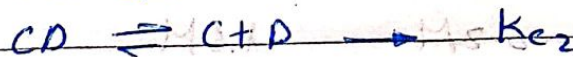
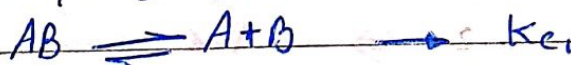
عند ضرب المعادلة في معامل نضع قيمة ثابت الاتزان لأيس يساوي المعامل



عند القسمة على معامل نضع قيمة ثابت الاتزان أسفل جذر ماوى للمعامل



عند جمع معادلات فإن K_c الجديدة تساوي حاصل ضرب قيم K_c للمعادلات القديمة



* أمثلة * K_c

II في حالة الاتزان الممثلة بالتفاعل: $SbCl_5(g) \rightleftharpoons SbCl_3(g) + Cl_2(g)$
 كان خليط الاتزان في دورق سعته 1L يحوي على 2.48×10^{-2} مولي من $SbCl_5$ و
 0.723 مولي من $SbCl_3$ و 0.0317 مول من Cl_2 احس ثابت الاتزان للتفاعل
 ($Sb = 122, Cl = 35.5$)

الحل

$$\leftarrow \text{عدد مولات } SbCl_5 = \frac{2.48 \times 10^{-2}}{6.02 \times 10^{23}} = 4.12 \times 10^{-4} \text{ mol} \leftarrow \text{التركيز} = 4.12 \times 10^{-4} M$$

$$\leftarrow \text{عدد مولات } SbCl_3 = \frac{0.723}{122 + 3 \times 35.5} = 3.16 \times 10^{-3} \text{ mol} \leftarrow \text{التركيز} = 3.16 \times 10^{-3} M$$

$$\leftarrow \text{عدد مولات } Cl_2 = \frac{0.0317}{2 \times 35.5} = 3.17 \times 10^{-3} \text{ mol} \leftarrow \text{التركيز} = 3.17 \times 10^{-3} M$$

$$\therefore K_c = \frac{3.16 \times 10^{-3} \times 3.17 \times 10^{-3}}{4.12 \times 10^{-4}} = 0.024$$

III في التفاعل الآتي: $SO_2 + \frac{1}{2} O_2 \rightleftharpoons SO_3$ $K_c = 10$

إذا كانت تراكيزات SO_2 ، O_2 ، SO_3 على الترتيب $2M$ ، $4M$ ، $20M$
 هل يكون التفاعل في حالة اتزان؟

الحل

$$Q_c = \frac{20}{\sqrt{4 \times 2}} = \frac{20}{4} = 5$$

التفاعل غير متوازن لأن $Q_c \neq K_c$

IV خلط مول من الهيدروجين مع مول من اليود عند درجة حرارة معينة - احسب ثابت الاتزان لهذا التفاعل عند الاتزان.

حجم الخليط 1L، والكثافة المتبقية من اليود والهيدروجين عند الاتزان 0.2 mol

الحل



قبل الاتزان 1 mol 1 mol 0

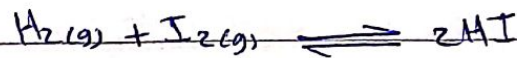
$$-0.8 \quad -0.8 \quad \Rightarrow +2 \times 0.8$$

عند الاتزان 0.2 0.2 1.6

التركيز $0.2 M$ $0.2 M$ $1.6 M$

$$\therefore K_c = \frac{1.6^2}{0.2 \times 0.2} = 64$$

[4] في التفاعل الآتي :-



خلط 0.5 mol من H_2 مع 0.5 mol من I_2 في وعاء حجمه لتر وبدرجة حرارة $430^\circ C$ وصل التفاعل إلى حالة الاتزان فوجد أن ثابت الاتزان للتفاعل يساوي 5.29. اتسب تركيز المواد التي تحتل مروج الاتزان

الملي

ت = حجم المحلول = 1 L
 \therefore تركيز $[H_2] = [I_2] = 0.5 \text{ mol/L}$



التركيز قبل	0.5	0.5	0
التغير في التركيز	-X	-X	+2X
التركيز بعد	0.5-X	0.5-X	2X

$$\Rightarrow K_c = \frac{[HI]^2}{[I_2] \cdot [H_2]} = \frac{(2X)^2}{(0.5-X)(0.5-X)}$$

$$\therefore 5.29 = \frac{(2X)^2}{(0.5-X)^2} \quad \text{نأخذ جذر الطرفين}$$

$$\therefore 2.3 = \frac{2X}{0.5-X} \quad \therefore 2X = 1.15 - 2.3X$$

$$\therefore X = 0.267$$

$$\therefore [I_2] = [H_2] = 0.5 - 0.267 = 0.233 \text{ mol/L}$$

$$[HI] = 2 \times 0.267 = 0.534 \text{ mol/L}$$

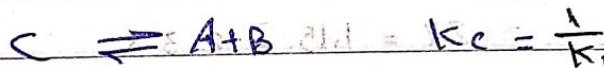
لا حظ

كسويات K_c 

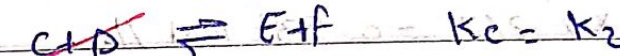
عند ضرب المعادلة التفاعل $\times 2$ نرفع K_c لأس 2
أي في حالة الضرب \times عدد نرفع K_c لأس ليساوي العدد



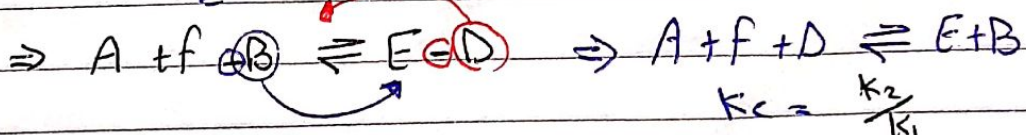
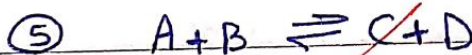
عند القسمة على $\frac{1}{2}$ مثلاً فكاننا ضرب $\frac{1}{2}$ فإما نقول $\sqrt{K_c}$ أو $K_c^{\frac{1}{2}}$
وكذلك في حالة $\frac{1}{3}$ مثلاً كأننا ضرب $\frac{1}{3}$ فإما نقول $\sqrt[3]{K_c}$ أو $K_c^{\frac{1}{3}}$



عند قلب التفاعل نقب K_c فتكون $\frac{1}{K_c}$



في حالة جمع المعادلات نضرب K_c في بعضهما



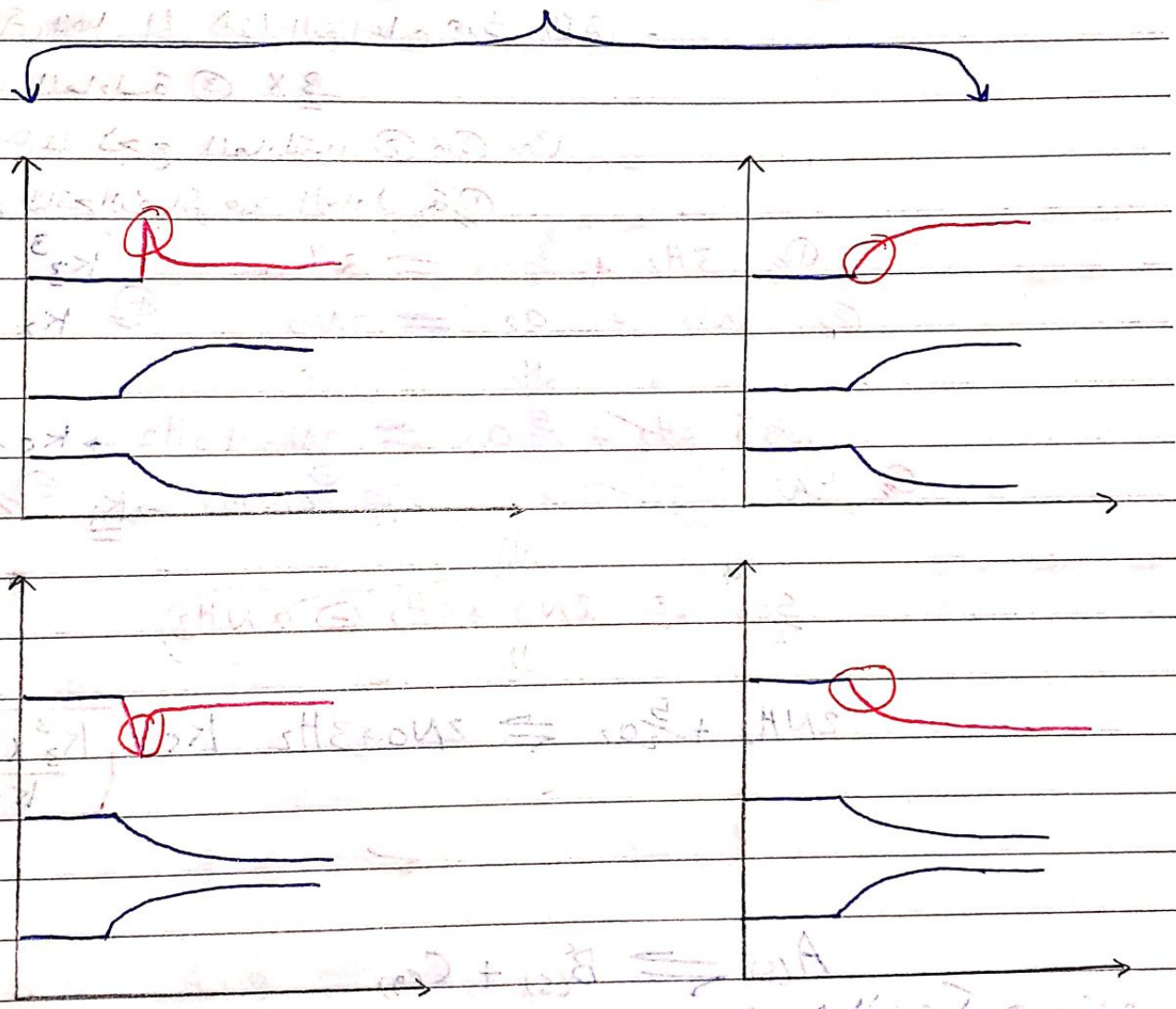
في حالة الطرح نقسم K_c

لاحظ

- ① درجة الحرارة لا تؤثر على طاقة التنشيط وإنما تؤثر على طاقة حركة الجزيئات حتى تصل لطاقة التنشيط بصورة أسرع
- ② العامل الوحيد الذي يؤثر على طاقة التنشيط هو العامل الحفاز
- ③ يمكن الاستغناء عن درجة الحرارة بمقدار ١٠% بزيادة تركيز المتفاعلات بنسبة ١٠٠% حيث أن الإثني يودي به إلى مضاعفة سرعة التفاعل.



لاحظ



نرفع أو إضافة أحد المتفاعلات أو التوازي

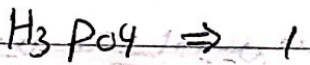
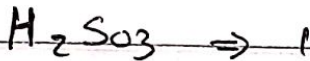
نرفع أو خفض درجة الحرارة أو الضغط

لا حظ كيف نعرف الحمض القوي؟ (بالنسبة للأحماض الألكسجينية)

من خلال الفرق بينه عدد \ominus عدد \equiv

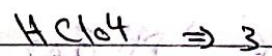
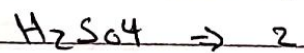
إذا كان $\square \Rightarrow$

إذا الحمض ضعيف مثل



إذا كان $\square \square \square \Rightarrow$

إذا الحمض قوي مثل



لا حظ $HF < HCl < HBr < HI$ من حيث قوة الحمض

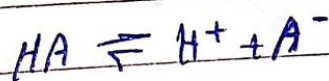
تناسب قوة الحمض العاكسين
فردياً مع نصف القطر
فهم ضعيف
أكبرهم ض قيمة pH

فهم قوي
أقلهم ض قيمة pH

(معلومة)

$$pH = -\log [H^+] = \log \frac{1}{[H^+]}$$

لا حظ (مهم)



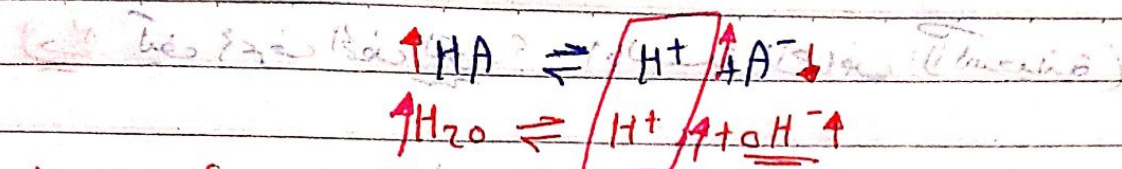
عند تخفيف حمض ضعيف يحدث الزيادة

يقل α وبالتالي لابد أن تزداد α حتى تظل قيمة K_a ثابتة
فذلك عاكس أن $[H^+] = [A^-]$

$[HA]$ أكبر بكثير من $[H^+]$

وعندما يقل α يقل $[HA]$ وبالتالي يقل أيضاً $[H^+]$ أي تزداد قيمة pH
بالضعف للحمض الضعيف
(مقارنة بـ $[HA]$)

أو بطريقة أخرى عند طريق الأيونات - تزداد



عند إضافة الماء يزداد $[\text{H}^+]$ فتتسبب التفاعل في الاتجاه العكسي أي يزداد pH (مقارنة بتركيز $[\text{H}^+]$ للماء) برفضه

لاحظنا (مهم) عند خلط حجمين متساويين مادة تركيز الأيونات يقل للنصف تقريباً لأن الحجم زاد للضعف

تطبيق عند خلط حجمين متساويين عند حلول (A) pH له 2 و B قيمة pH له 6 فإن قيمة pH للخليط تقترب من

8 ← 6 ← 4 ← 2 ←

$$A \text{ في } [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2} \text{ M}$$

$$B \text{ في } [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-6} \text{ M}$$

$$\Rightarrow \text{في الخليط } [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{10^{-2} + 10^{-6}}{2} = 5.0005 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$\Rightarrow \text{pH} = 2.3 = -\log [\text{H}^+] \approx 2$$

أي يقترب من 2



لاحظ

في ذوبان الأملاح المتبقية عند حمض قوى وقاعدة قوية لا يعتبر حمضاً (لأنه لم ينتج عنه حمض أو قاعدة)

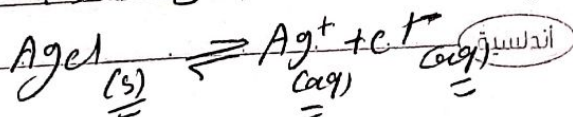


الكهرلية

ملح تمام الذوبان في الماء ولا يعتبر حمضاً قوياً

ومثله K_2SO_4

(معلومة) لا تزداد غير المتجانس عندما تختلف الحالة الفيزيائية للمواد عند التفاعلات مثل تجميد الأملاح صلبة الذوبان في الماء



حاصل الإذابة K_{sp} (ملاحظات مهمة)

في أحياناً في بعض المسائل لا يذكر أن المحلول مشبع وبالتالي يجب حساب قيمة إعتبارية هي Q_{sp} وتسمى **الحاصل الأيوني** للملح وهو قيمة لا تتغير عند حاصل الإذابة بل تعبر عنه تركيز الأيونات في المحلول المعطاة بالمعادلة وهو تركيز ليست بالضرورة أن تكون طرقتاً بزيادة.



حالة ١ $K_{sp} > Q_{sp} \Leftrightarrow K_{sp} > [A^+][B^-]$

في هذه الحالة يعني أن المحلول غير مشبع (المحلول حالة التبعيع بعد)

في المعاديل غير المشبعة لا يحدث بها إزاحة

في لا يتكون راسب نظراً لكون قيمة K_{sp}

في قابلية الملح للذوبان أكبر من قابلية الترسيب

في يمكن إذابة كمية أخرى من الملح حتى يصل إلى حالة التبعيع (الاتزان)

حالة ٢ $K_{sp} = Q_{sp} \Leftrightarrow K_{sp} = [A^+][B^-]$

في المحلول مشبع والأيونات في المحلول في حالة إزاحة مع الملح الصلب تصبح الذوبان ولا يتكون راسب

في أي تغيير في المحلول سيؤدي لخلل في الاتزان

حالة ٣ $K_{sp} < Q_{sp} \Leftrightarrow K_{sp} < [A^+][B^-]$

في المحلول فوق مشبع وغير متزن (محلل بالأيونات الفائضة) وبالتالي لابد أن ينشط

التفاعل من الإزاحة العكسي حتى يستعيد حالة الاتزان فيكون المزيد من الراسب

في يتكون راسب نظراً لكون قيمة K_{sp}

في عند إضافة كمية جديدة من الملح سترسب ولن يتفكك إلى أيونات

تطبيقات مهمة

٥.٥١
توقع ما إذا كان سيبكون راسب عند إضافة ١٥٠ ml من ٠.٠٢ M NaCl إلى ١٥٠ ml من ٠.٠٢ M Pb(NO₃)₂ علماً بأن K_{sp} له تساوي 1.7×10^{-5}

الطلب

علماً أن نخل المعادلة لازم نعرف تركيز (Pb^{2+}) ، (Cl^-)



قبل الخلط

التركيز $[\text{Cl}^-]$ قبل الخلط يساوي 0.01M



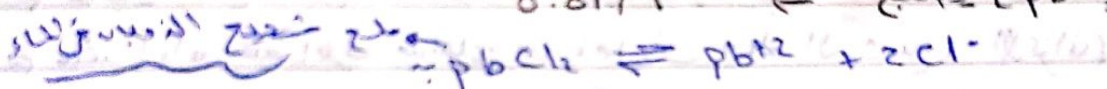
التركيز $[\text{Pb}^{2+}]$ قبل الخلط يساوي 0.02M

بعد الخلط

يُتكوّن ملح PbCl_2 وبما أن حجم المحلولين متساوي فإنه التراكيز $\frac{\text{نقل للنصف}}$

أي أن تركيز $[\text{Cl}^-]$ يصبح $\leftarrow 0.005M$

و تركيز $[\text{Pb}^{2+}]$ يصبح $\leftarrow 0.01M$



نسب الحاصل الذائب ونقارنه بـ K_{sp} المركب لنرى هل سيمر سب أم لا

$$Q_{sp} = [\text{Pb}^{2+}] [\text{Cl}^-]^2$$

$$= 0.01 \times (0.005)^2 = 2.5 \times 10^{-7}$$

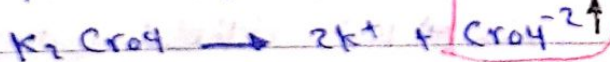
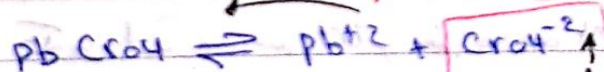
$$\therefore K_{sp} = 1.7 \times 10^{-5}$$

$$Q_{sp} < K_{sp}$$

في المحلول ليس شحيحاً وله يتكوّن راسب من PbCl_2 ولكن يتكوّن راسب ببطء
إضافة المزيد من المحلول

من لماذا يتكوّن كرومات الرصاص أقل ذوبانية في المحلول المائي لكرومات البوتاسيوم

$K_2\text{CrO}_4$ عند ذوبانه في الماء ؟



الأيون المشترك

عند ذوبانه في كرومات البوتاسيوم يزداد تركيز أيون الكرومات فينتج التفاعل في الاتجاه العكس فتتكوّن المزيد من كرومات الرصاص